



Manuales de Laboratorio de Química Agrícola
Facultad de Ciencias Agrícolas
Subdirección Académica
Departamento de Infraestructura Académica

Universidad Autónoma del Estado de México

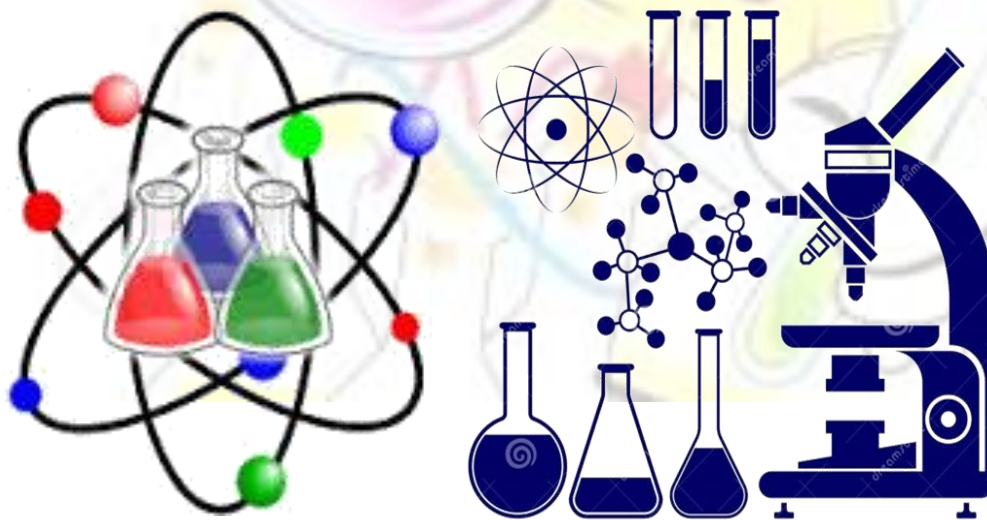
Facultad de Ciencias Agrícolas

Campus “El Cerrillo”

Ingeniero Agrónomo Fitotecnista

MANUAL DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO DE QUÍMICA AGRÍCOLA

Plan de Estudios IAI-F15



Elaborado por:

Dra. Dora Luz Pinzón Martínez
Dra. María Dolores Mariezcurrena Berasain
Dra. Patricia López Perea



Directorio

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA DEL ESTADO DE MÉXICO

Dr. en D. Jorge Olvera García
RECTOR

Dr. Alfredo Barrera Baca
SRIO. DE DOCENCIA

Dra. Ángeles Ma. Del Rosario Pérez Bernal
SRIO. DE INVESTIGACIÓN Y ESTUDIOS AVANZADOS

Mtro. José Benjamín Bernal Suárez
SRIO. DE RECTORÍA

Mtra. Ivett Tinoco García
SRIA. DE DIFUSIÓN CULTURAL

Mtro. Ricardo Joya Cepeda
SRIA. DE EXTENSIÓN Y VINCULACIÓN

Mtro. Javier González Martínez
SRIO. DE ADMINISTRACIÓN

Dr. Manuel Hernández Luna
SRIO. DE PLANEACIÓN Y DESARROLLO INSTITUCIONAL



Mtra. Yolanda Ballesteros Senties
SRIA. DE COOPERACIÓN INTERNACIONAL

Dr. en D. Hiram Raúl Piña Libien
ABOGADO GENERAL

Lic. Juan Portilla Estrada
DIRECTOR GENERAL DE COMUNICACIÓN UNIVERSITARIA

Lic. Jorge Bernáldez García
SRIO. TÉCNICO DE RECTORÍA

Mtro. Emilio Tovar Pérez
DIRECTOR GENERAL DE CENTROS UNIVERSITARIOS Y UNIDADES
ACADÉMICAS PROFESIONALES



DIRECTORIO

Dr. en C. Edgar Jesús Morales Rosales

DIRECTOR

M. Marco Antonio Bautista Rodríguez

SUBDIRECTOR ADMINISTRATIVO

Dr. en C. Omar Franco Mora

SUBDIRECTOR ACADÉMICO

Dra. Martha Lidya Salgado Siclán

**COORDINADOR DEL CENTRO DE INVESTIGACIÓN Y ESTUDIOS
AVANZADOS EN FITOMEJORAMIENTO**

Dra. Luz Raquel Bernal Martínez

COORDINADORA DE ESTUDIOS AVANZADOS

Ing. José Enrique Jaimes Arriaga

**COORDINACIÓN DE PLANEACIÓN Y DESARROLLO
INSTITUCIONAL**

M. en C. Gustavo Salgado Benítez

COORDINADOR DE DIFUSIÓN CULTURAL



Dr. Gaspar Estrada Campuzano

COORDINADOR DE APOYO ACADÉMICO Y PRODUCCIÓN

Ing. Francisco Javier Sandoval Figueroa

JEFE DEL DEPARTAMENTO DE EXTENSIÓN

Dra. Amalia Pérez Hernández

COORDINADOR DE LA LICENCIATURA DE INGENIERO
AGRÓNOMO FITOTECNISTA

M. en A. Antonio Díaz López

COORDINADOR DE LA LICENCIATURA DE INGENIERO
AGRÓNOMO EN FLORICULTURA

Dr. Aurelio Domínguez López

COORDINADOR DE LA LICENCIATURA DE INGENIERO
AGRÓNOMO INDUSTRIAL

M. en DAES. José Luis Martínez Benítez

JEFE DE CONTROL ESCOLAR

Dr. José Luis Piña Escutia

COORDINADOR DE TUTORÍA ACADÉMICA

Dr. Jesús Sánchez Pale

DEPTO. DE EVALUACIÓN PROFESIONAL



ÍNDICE	PAG.
DIRECTORIO UAEM.....	2
DIRECTORIO FAC. DE CIENCIAS AGRÍCOLAS	4
<i>Sección 1. Introducción al Laboratorio de Bioquímica General</i>	
Estructura de la Unidad de Aprendizaje de Química Agrícola.....	8
Desarrollo de la Unidad de Aprendizaje.....	8
Introducción al laboratorio de Química Agrícola	10
Relación de prácticas del Manual de Química Agrícola con la UA y los Conocimientos esperados	11
Reglamento de Laboratorio de Química Agrícola	12
Medidas de seguridad en el Laboratorio de Química Agrícola	13
Reporte y Manual de Laboratorio de Química Agrícola	14
Uso de reactivos.....	14
<i>Sección 2. Reporte y Manual de Prácticas de laboratorio</i>	
Reporte de Laboratorio de Química Agrícola.....	16
Manual de Laboratorio de Química Agrícola.....	18
<i>Sección 3. Prácticas de Laboratorio de Química Agrícola</i>	
Práctica 1. Introducción al Laboratorio de Química.....	20
Práctica 2. Preparación de soluciones.....	23
Práctica 3. Tipos de mezclas y compuestos	278
Práctica 4. Principales Propiedades de los elementos Químicos I.....	32
Práctica 5. Principales Propiedades de los elementos Químicos II	36
Práctica 6. Óxidos	41
Práctica 7. Determinación de pH en diferentes muestras	44
Práctica 8. Reacción de Neutralización	48
Práctica 9. Buffer y pH	51
<i>Anexo I.....</i>	<i>55</i>
<i>Referencias</i>	<i>57</i>



Sección 1

Introducción al laboratorio de Química Agrícola



Dinámicas de trabajo
Introducción



ESTRUCTURA DE LA UNIDAD DE APRENDIZAJE

QUÍMICA AGRÍCOLA

UNIDADES DE COMPETENCIA

Unidad de competencia I: Materia.

Unidad de competencia II: Los elementos de la tabla periódica.

Unidad de competencia III: Reacciones químicas y equilibrio.

Unidad de competencia IV: Agua.

DESARROLLO DE LA UNIDAD DE APRENDIZAJE

UNIDADES DE COMPETENCIA

I. MATERIA.

Se distinguirán las propiedades de materia mediante técnicas, tales como los diferentes métodos físicos de separación de la materia y los conceptos teóricos de la materia y sus propiedades y estructura. Así, como se conocerán los principales aspectos de las mezclas químicas, sus cálculos de composición, que permitirán al estudiante el preparar diversas soluciones sencillas, como soluciones Molares, Molales, porcentuales, principalmente.

II. ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

El alumno analizará los compuestos que pueden formarse tras la combinación de los elementos de la tabla periódica. Conocerá las bases teóricas para distinguir los tipos de enlaces intramoleculares (iónicos, covalentes y metálicos) así como de los enlaces intermoleculares, como los puentes de Hidrógeno y otras fuerzas de atracción y repulsión entre moléculas. Distinguirá los principales compuestos inorgánicos de importancia agronómica y conocerá la Nomenclatura esencial para los mismos.

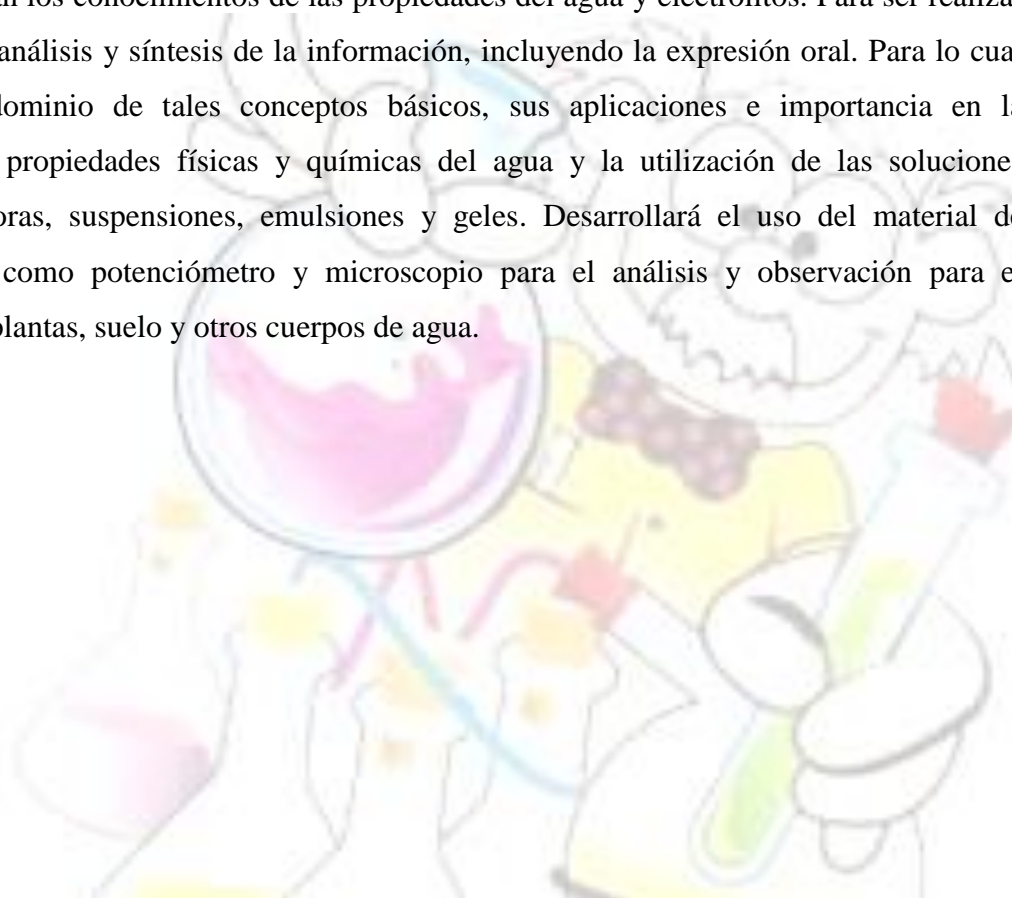


III. REACCIONES QUÍMICAS Y EQUILIBRIO.

El alumno podrá distinguir entre los diferentes tipos de reacciones químicas por sus características. Se relacionará con el comportamiento ácido-base de los principales ácidos orgánicos e inorgánicos, así como manejará el concepto de pH en el laboratorio.

IV. AGUA.

Se adquirirán los conocimientos de las propiedades del agua y electrolitos. Para ser realizar búsquedas, análisis y síntesis de la información, incluyendo la expresión oral. Para lo cual tendrá el dominio de tales conceptos básicos, sus aplicaciones e importancia en la agronomía, propiedades físicas y químicas del agua y la utilización de las soluciones amortiguadoras, suspensiones, emulsiones y geles. Desarrollará el uso del material de laboratorio como potenciómetro y microscopio para el análisis y observación para el análisis de plantas, suelo y otros cuerpos de agua.





INTRODUCCIÓN AL LABORATORIO DE QUÍMICA AGRÍCOLA

El laboratorio de Química Agrícola tiene por objeto reforzar el aprendizaje en aula de dicha UA, mediante la realización de prácticas de laboratorio que permitan repasar los conceptos químicos sobre los conceptos de materia, elementos químicos, compuestos, mezclas y sus propiedades químicas. Lo cual, participa en la formación medular del Ingeniero Agrónomo Fitotecnista, ya que proporciona las bases y se relaciona con Ciencias Agrícolas, Biológicas, Edafología, Químicas y Bioquímicas. El estudiante de Ciencias Agrícolas conocerá que la agronomía se apoya en tales conocimientos fundamentales para comprender la estructura y propiedades que hacen posible el desarrollo de plantas. Así, como el relacionar la composición química del ambiente y su influencia sobre los recursos Naturales vegetales durante la producción Agrícola. El Laboratorio de Química Agrícola, reforzará los temas que componen el programa para acercar al estudiante a las estructuras químicas, nomenclatura y propiedades generales de la materia, mediante la observación de ejemplos aplicados a las ciencias agronómicas.

En el presente manual, se refuerza también la última parte de la UA, con la finalidad de que el estudiante comprenda la importancia del agua en el entorno agronómico, sus reacciones químicas y el medio acuoso. Finalmente, se impulsará junto con la teoría que el estudiante analice la función química de las plantas, las causas y consecuencias de los fenómenos que suceden en el medio agronómico. Ya que cada práctica contiene información relacionada al tema a reforzar, metodologías y temas complementarios que ayudarán al alumno a revisar los puntos teóricos.



RELACIÓN DE PRÁCTICAS DEL MANUAL DE QUÍMICA AGRÍCOLA CON LA UNIDAD DE APRENDIZAJE Y CONOCIMIENTOS ESPERADOS

Unidades de Aprendizaje	Nombre de la práctica	Conocimientos esperados
Unidad de competencia I: Materia.	<ul style="list-style-type: none">• Introducción al Laboratorio de Química General.• Preparación de soluciones.• Métodos de separación de mezclas.	Discriminar a la materia por sus propiedades a través de técnicas y cálculos de composición para preparar disoluciones sencillas.
Unidad de competencia II: Los elementos de la tabla periódica.	<ul style="list-style-type: none">• Principales propiedades de los elementos químicos I.• Principales propiedades de los elementos químicos II	Analizar los compuestos formados por los elementos de la tabla periódica según su tipo de enlace y explicar sus propiedades generales
Unidad de competencia III: Reacciones químicas y equilibrio.	<ul style="list-style-type: none">• Óxidos	Evaluar el comportamiento ácido-base u óxido-reductor de las reacciones químicas y balancearlas adecuadamente
Unidad de competencia IV: Agua.	<ul style="list-style-type: none">• Determinación de pH en diferentes muestras• Reacción de Neutralización.• Buffer y pH.	Distinguir las propiedades del agua para comprender su importancia biológica y ambiental.



Reglamento del Laboratorio de Química Agrícola

1. Uso de bata blanca de manga larga.
2. El laboratorio dará inicio puntualmente, con 10 min de tolerancia sin excepción de personas.
3. El catedrático proporcionará el presente manual con todas las posibles prácticas a realizarse al alumno previo a su visita al laboratorio, el cual contendrá:
 - a. Nombre de la práctica
 - b. Introducción
 - c. Objetivos
 - d. Material y Métodos
 - e. Cuestionario
4. Cada alumno debe asistir con su manual de prácticas impreso o copia de la práctica a realizar para poder iniciar su trabajo de laboratorio.
5. Los implementos (ejemplo material vegetativo) que se hayan solicitado al alumnado debe estar completo para el inicio de la práctica.
6. Los alumnos realizarán sus prácticas en equipos.
7. Equipo sin material completo y debidamente preparado para su práctica no puede permanecer en el laboratorio.
8. Es estrictamente prohibido jugar, correr o no mostrar una conducta adecuada durante su estancia en el laboratorio.
9. Cada práctica genera un reporte de laboratorio.
10. Alumno que muestre constantemente una conducta inadecuada o desorden para trabajar será retirado del área de trabajo.
11. Siempre que se trabaje dentro del Laboratorio de Química se debe limpiar la mesa antes y después de la práctica.
12. Lavar el área de trabajo antes y después con jabonadura reciente.



Medidas de seguridad en el Laboratorio de Química Agrícola

1. Antes de iniciar la práctica haber leído totalmente la metodología a seguir.
2. Prohibido introducir y consumir alimentos y bebidas.
3. Estrictamente prohibido pipetear con la boca.
4. Los ácidos o álcalis fuertes a utilizar deben pipetearse dentro de la campana de extracción de gases.
5. No trabajar con calzado descubierto.
6. Para calentar tubos a la llama (si fuera necesario) deben tomarse con pinzas y dirigiendo la boca del tubo dónde no se encuentren personas.
7. Prohibido trabajar sentados en los bancos.
8. Antes de iniciar a trabajar rotular reactivos y equipo de cristal a utilizarse.
9. Si se preparan soluciones deben rotularse con: nombre, concentración, volumen y fecha de elaboración.
10. Antes de desechar reactivos, soluciones, ácidos o álcalis dirigirse al catedrático/encargado de laboratorio para su correcto desecho en los contenedores asignados.
11. Preparar los reactivos de acuerdo a las cantidades necesarias durante el desarrollo de la práctica evitando desperdiciar reactivos.
12. Si se trabaja con sustancias tóxicas o corrosivas comunicarlo a los compañeros a su alrededor.
13. Colocar las chamarras y mochilas o artículos semejantes, en los lugares indicados por el encargado de laboratorio y con la precaución de no dejarlas al paso de los usuarios.
14. Al término de la práctica regresar el material limpio y en buen estado al responsable de laboratorio.
15. El cabello debe ir levantado sin mechones en el rostro.
16. No trabajar con pulseras (estambre o similar), ni alhajas.



17. Verter los residuos líquidos en las pilas del fregadero y los sólidos se depositarán en los recipientes dispuestos para tal fin. Bajo la indicación del encargado de laboratorio en turno.
18. Si se produce algún accidente, avisar rápidamente al profesor.

REPORTES Y MANUAL DE LABORATORIO

La calificación del Laboratorio se genera a partir de los reportes de las prácticas realizadas. Los reportes deberán entregarse en tiempo y forma a los 8 días de realización de la práctica. El Cuerpo del reporte deberá contener los aspectos que se mencionan en la sección 2. Cada reporte será calificado por el catedrático y devuelto al equipo. El alumno o equipo de laboratorio deben conservar los archivos digitales, así como los impresos ya calificados, ya que se entregarán al final del curso. El total de prácticas de laboratorio reportadas generarán un Manual de Laboratorio, el cual debe ser entregado únicamente en la fecha y hora indicada por el catedrático al inicio de la UA. La calificación del laboratorio comprenderá el promedio de los reportes de las prácticas más la calificación del Manual. Las reglamentaciones para la redacción del manuscrito se describen igualmente en la sección 2.

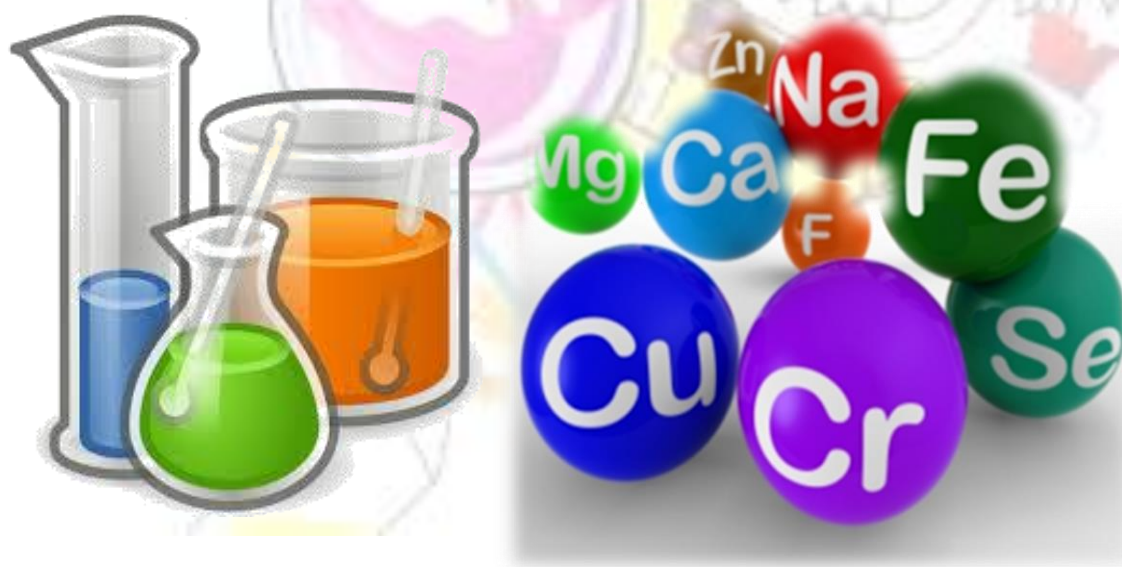
USO DE REACTIVOS

1. Rotular todo reactivo preparado con el nombre del reactivo, la persona que lo preparó, grupo y fecha de preparación.
2. No arrojar por los sumideros ácidos, bases o algún otro reactivo, por favor deposítelos en los recipientes de desecho.
3. Evitar derrames de sustancias en las mesas de trabajo, así se previene que algún compañero se queme la piel o se deteriore la ropa.
4. No arrojar al piso ningún reactivo.
5. No arrojar al piso papeles u otros elementos. Favor de utilizar el recipiente para la basura.



Sección 2

Reportes de Prácticas y Manual de laboratorio





REPORTE DE LABORATORIO DE QUÍMICA AGRÍCOLA

Se sugiere que el equipo de laboratorio no pierda los archivos digitales de sus reportes, así como conservar las prácticas revisadas por el Titular de la UA, ya que deben presentarlos nuevamente al final del curso. Los reportes de laboratorio deben contener:

1. **Hoja de presentación**, debe incluir: Entidad académica, Campus, Nombre de la UA, fecha de realización de la práctica, nombre de la práctica, nombres completos de los integrantes del equipo.
2. **Introducción.**
3. **Marco teórico.** Debe ser redactado con un mínimo de una cuartilla, máximo dos. Comprende un resumen de la investigación por parte del alumno de la parte teórica de la práctica en libros de la UA y en medios electrónicos. Se pondera en base a la capacidad de síntesis.
4. **Objetivos.**
5. **Material.**
6. **Metodología.** Revisar si hubo sufrido cambios durante el desarrollo de la práctica, tales como cambio de reactivos, tiempos de incubación, entre otros.
7. **Observaciones.** Comprende aquellos cambios ocurridos al seguir la metodología indicada, tales como desprendimiento de calor (reacciones exotérmicas), modificaciones de coloraciones, entre otras. *A partir de este apartado la redacción debe ser en tercera persona del singular en pasado.* Si se incluyen figuras o tablas, éstas deben contener:
 - a. Pie de figuras o tablas, descripción breve de la figura o de los datos de la tabla.
 - b. Deberán estar enumeradas, incluirán su número en los pies de figuras o tablas, siguiendo el siguiente formato: **Figura 1.** Separación mediante centrifugación de....
 - c. Deberán estar citados en el texto para su oportuna alusión.
 - d. Deberán contener datos relevantes al resultado o desarrollo de la práctica.



8. **Resultados.** Enlista los productos obtenidos de seguir la metodología indicada.
9. **Conclusiones.** Redactadas en función de los objetivos de la práctica.
10. **Discusión.** Corresponde a la parte más importante del reporte, ya que pondera el 60 % de su calificación. Este apartado incluye la presunta explicación de los resultados, se genera al consultar la teoría (Marco Teórico) y comparar los resultados con la bibliografía. Puede incluir la relación de las complicaciones presentadas en la práctica sobre los resultados. Todo resultado (bueno o malo) debe ser discutido. No es un resumen de resultados.
11. **Cuestionario.** Correctamente contestado.
12. **Referencias.** Redactarlas alfabéticamente y considerar los formatos para:
 - a. **Artículos de revistas científicas.** Autores, año, nombre del artículo consultado, nombre de la revista y páginas. Ejemplo:

Phillips, J. M. (2003). Effects of supplementary selenium source on the performance and blood measurements in beef cows and their calves. *Journal of Animal Science*, 81, 856–864.
 - b. **Capítulos de Libro.** Ejemplo:

Lehninger, A. (1995). *Bioquímica*. 2da. Ed., Ediciones Omega, S:A., Barcelona: 475-476.
 - c. **Sitios de internet o material de internet.** Año. Título de la página web o base de datos. Edición. URL. Fecha de consulta año mes día. Ejemplo:

Centers of disease Control. <http://www.cdc.gov/spanish/>. Acceso: 08 Septiembre 2013.



MANUAL DE LABORATORIO DE QUÍMICA AGRÍCOLA

El manuscrito del Manual de laboratorio deberá contener:

1. **Hoja de presentación.** Debe incluir: Entidad académica, Campus, Nombre de la UA, fecha de entrega, Manual de Laboratorio de Bioquímica General, Semestre (ej. 2014B), nombre completo de los integrantes del equipo.
2. **Índice.** Las prácticas se enlistarán en el orden cronológico de su realización.
3. **Cuerpo del Manual.** Las prácticas serán presentadas en el orden marcado en el índice y con las correcciones indicadas por el catedrático durante su revisión. La corrección de un apartado debe redactarse en una hoja aparte que deberá de ir detrás de su versión ya calificada y no en otra parte del Manual.

El Manual debe ir engargolado.

La calificación del presente corresponde a las debidas correcciones indicadas por el profesor al haber revisado previamente los reportes. Únicamente pueden ser reportadas las prácticas realizadas, de modo que si un alumno no asiste a la realización de una práctica no puede reportarla y la calificación asignada sería de cero. Si no se reportó una práctica ésta puede anexarse a la hora de entrega del Manual, considerando la correcta redacción de la misma.

La calificación tanto de los reportes como del manual también considera:

- Capacidad de síntesis
- Ortografía
- Análisis (en la redacción de la discusión)
- Limpieza
- Presentación



Sección 3

Prácticas de Laboratorio de Química Agrícola



PRÁCTICA 1

“Introducción al laboratorio de Química General”

Duración. 1.45 h.

INTRODUCCIÓN

El laboratorio de química representa un área nueva y desconocida, para todo estudiante dentro de las diversas ramas biológicas. En los laboratorios de las diferentes ramas de la química, se manejan constantemente material de cristalería y equipos, según sea la subespecialidad. Sin embargo, el material de vidrio permanece básico para todos los laboratorios, independientemente de la rama de la química. Por lo que, conocer los nombres y usos de cada material de cristalería, resulta imprescindible para el estudiante de Ingeniería Agronómica. Ya que existe material para contención, medición y precisión. Igualmente, se debe identificar el equipo básico de un laboratorio de química, así como identificar nombre, uso y operación. Otro aspecto necesario para los estudiantes en un laboratorio de química es conocer las medidas básicas de seguridad y normas de trabajo dentro de dicho espacio.

OBJETIVOS

1. Identificar las normas de trabajo básicas dentro de un laboratorio de química.
2. Conocer las medidas de seguridad necesarias para el desarrollo del laboratorio de química.
3. Identificar el nombre de cada instrumento de cristal de un laboratorio de química, así como sus usos.

MATERIAL

- Matrices Kitazato de diferentes volúmenes
- Probetas de diferentes volúmenes
- Buretas de diferentes volúmenes
- Pipetas volumétricas de diferentes volúmenes
- Matrices Erlenmeyer de diferentes volúmenes
- Matrices de aforación de diferentes volúmenes
- Matrices bola de diferentes volúmenes

- Vasos de precipitado de diferentes volúmenes
- Cajas Petri
- Varillas de vidrio
- Perillas
- Tubos de ensaye con y sin rosca de diferentes volúmenes
- Gradillas
- Pipetas Pasteur
- Horno
- Estufa
- Incubadoras
- Desecadores
- Placas de porcelana
- Balanzas analíticas/granatarias

METODOLOGÍA

A) *Conociendo el Laboratorio de química*

1. Bajo las indicaciones del catedrático, identificar y tomar nota de:
 - a) Ubicación de las llaves de paso generales para gas y agua.
 - b) Ubicación de las llaves de paso para cada mesa para gas y agua.
 - c) Ubicación de regaderas y/o lavaojos de emergencia.
 - d) Ubicación del extintor y salida de emergencia.
 - e) 5 Normas básicas para trabajar en el laboratorio.

B) *Medidas de seguridad dentro de un laboratorio de química.*


- a) Anotar 5 medidas de prevención de seguridad dentro de un laboratorio de química.
- b) Anotar 3 acciones prohibidas en un laboratorio de química.

C) *Identificación del principal equipo y material de cristalería en un laboratorio de Química.*

1. Elaborar una tabla en donde cada material de vidrio utilizado en la práctica abarque una fila de la misma (Tabla 1). Las columnas deberán contener los títulos de Usos principales, dibujo (NO imagen, ni foto) y nombre. Ver el ejemplo de la tabla 1.
2. Completar la información que marcan las columnas nombradas en el paso 1, para cada material de vidrio durante la práctica.

3. Elaborar otra tabla igual para el equipo de laboratorio mostrado en la práctica de laboratorio.

Tabla 1.

Dibujo	Nombre	Usos principales
	Matraz Erlenmeyer de 250 mL	Contención de soluciones

RESULTADOS

Los resultados comprenderán las actividades o tablas solicitadas para cada parte de la metodología.

CONCLUSIÓN

CUESTIONARIO

1. ¿Por qué un vaso de precipitado no se debe utilizar para medir volúmenes?
2. ¿De qué tipo de vidrio se hace el material de cristalería de un laboratorio?
3. ¿por qué el vidrio común es diferente al utilizado para elaborar material de laboratorio?
4. ¿Cuál es la diferencia entre un matraz Erlenmeyer y el de aforación y el Kitazato?

REFERENCIAS

- Chang, R. (2010). Química. Décima edición. McGraw-Hill/Interamericana: México.

PRÁCTICA 2

“Preparación de Soluciones”

Duración. 2 h.

INTRODUCCIÓN

Dentro del laboratorio de química las diferentes técnicas que se utilizan involucran la preparación de soluciones, ya sean soluciones molares, porcentuales, normales, entre otras. Por lo cual, es importante que el estudiante conozca claramente qué es una solución y cómo prepararla. Así, una solución se define como un sistema homogéneo que está constituido por dos o más sustancias puras que no resiste métodos de fraccionamiento, como la destilación. El componente menor de una solución, se le llama soluto, siendo el que se encuentra en menor proporción. El componente que se encuentra en mayor proporción, se le llama solvente, siendo el solvente universal el agua. Por lo tanto, la presente práctica de laboratorio retomará aspectos de química que llevan al estudiante a la aplicación de los conocimientos indicados para la preparación de soluciones.

Ya que en la química la concentración de una disolución se describe como la proporción o relación que existe entre la cantidad del soluto y la cantidad del disolvente. Donde el soluto, será la sustancia a disolverse en el disolvente y por ende, el disolvente será la sustancia que disuelve al soluto.

Dicha disolución, da como resultado una mezcla homogénea que involucra al soluto y al solvente. A menor proporción del soluto disuelto en el disolvente, menos concentrada se encuentra la disolución (solución), y en el caso contrario, a mayor proporción o presencia del soluto en la solución, mayor será la concentración de la disolución. Dicha concentración de la solución, puede expresarse en: masa-masa, masa-volumen y volumen-volumen, dependiendo del estado físico de los solutos y disolventes.

OBJETIVOS.

1. Aprender a preparar soluciones porcentuales y Molares.
2. Analizar el concepto de solución, soluto y solvente.

MATERIAL Y EQUIPOS

- Matraces aforados
- Vasos de precipitado de diferentes capacidades
- Agitadores de vidrio
- Espátulas
- Pipetas volumétricas
- Perillas
- Probetas
- Agua destilada

METODOLOGÍA

A) Preparación de soluciones Molares.

Una de las expresiones más utilizadas para la concentración de las soluciones es la Molaridad. La molaridad (M) o concentración molar, se define como el número de moles de soluto por cada litro de disolución y se expresa como mol/L.

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

La definición de M, involucra un volumen final de 1000 mL (Litros de solución) por lo que se debe considerar el volumen final de la solución que se desee preparar.

1. Preparar 100 mL de Solución 0.5 M de NaCl.
2. Realizar los cálculos de la masa del soluto necesarios para su preparación.
3. Pesar el soluto.
4. Disolver el soluto en 10 mL del disolvente.
5. Llevar dicho volumen al matraz de aforación requerido.
6. Aforar hasta 100 mL.
7. Rotular la solución.
8. Siguiendo las instrucciones mencionadas preparar una solución 0.1 M de NaOH de 100 mL.

Nota: El hidróxido de sodio se encuentra en forma de “lentejas” y es difícil pesar, exactamente el valor calculado, es decir, los gramos requeridos del NaOH como soluto. Por lo que se debe pesar cuidadosamente o recalcular al gramaje obtenido en las lentejas y ajustar al volumen final.

B) Preparación de soluciones porcentuales %

Las soluciones porcentuales se utilizan ampliamente en las diferentes metodologías. Su preparación y cálculos son relativamente sencillos. Por definición, una solución porcentual, es aquella en la que el soluto en gramos o mL (líquido o sólido), se encuentra contenido en 100 mL de solución (De ahí su nombre de porcentual).

Así, si se quisiera preparar una solución porcentual al 25 % de NaCl, se pesarían 25 g del soluto y se disuelven en cuanto baste para 100 mL, es decir se afora a 100 mL, que por definición es el volumen final. Si el volumen final de la solución porcentual que se requiera preparar no es 100 mL se realizan los cálculos para su preparación por operaciones matemáticas sencillas.

Preparar una solución de KOH al 25 % de un Volumen final de 50 mL.

1. Pesar el soluto.
2. Disolver el soluto en una pequeña porción del disolvente.
3. Aforar al volumen final.

C) Preparación de disoluciones por disolución.

Cuando el soluto es líquido siempre se hace más sencilla su manipulación, ya que se mide su volumen, en lugar de pesar un gramaje. La preparación de solución por disolución se lleva a cabo cuando a partir de una disolución con concentración conocida se requiere preparar una segunda disolución que tenga una concentración y volumen final conocidos. Acción que se puede realizar bajo la siguiente fórmula.

$$V_1 (C_1) = V_2 (C_2)$$

Donde

V1 = Volumen de la solución uno (Normalmente es nuestra X)

C1 = Concentración de la solución 1 (concentración conocida)

V2 = Volumen final de la segunda solución a prepararse

C2 = Concentración deseada para la segunda solución a prepararse

Preparar una solución de NaCl 0.2 M de 100 mL (solución 2) a partir ,de la solución descrita en la metodología A, utilizando la fórmula indicada.

1. Sustituir los valores de las soluciones indicadas, la solución ya preparada y los valores de la que se quiere preparar en la ecuación indicada.
2. Tomar los mL de la solución 1.
3. Aforar al volumen indicado para la solución 2.

RESULTADOS

Reportar los resultados para cada sección de la metodología en una tabla indicado en una tabla, soluto, solvente, concentración y volumen final de cada solución indicada.

OBSERVACIONES

DISCUSIÓN

CONCLUSIONES

CUESTIONARIO

1. ¿Qué es una solución Normal y cuál es la fórmula para prepararla?

2. ¿Qué es una solución Molal y cuál es la fórmula para prepararla?

3. ¿Por qué el solvente universal, el agua debe ser agua destilada?

4. ¿Qué es una solución Normal (escribe cómo se calcula)?

REFERENCIAS

- Timberlake, K. C. (2011). Química general, orgánica y biológica. Décima Edición. Editorial Pearson: España.
- Rosenberg, J. L., Epstein, L. M., y Krieger, P. J. (2007). Química. Novena Edición. Serie Schaum. Editorial McGraw Hill: México.

PRÁCTICA 3

“Tipos de mezclas y compuestos”

Duración 2 h.

INTRODUCCIÓN

La materia se puede clasificar en base a su composición química en sustancias puras y mezclas. Las sustancias puras, tienen una composición fija y no se pueden separar por métodos físicos, en sustancias más sencillas, éstas a su vez existen como elementos químicos (no divisibles en más sustancias puras) y como compuestos químicos (>2 elementos químicos). Las mezclas, no presentan una composición fija en sus componentes y pueden separarse por métodos físicos. Se clasifican en heterogéneas y homogéneas, las primeras están compuestas por 2 o más fases, que se distinguen a la vista (o al microscopio). Las homogéneas (disoluciones/soluciones) tienen una sola fase y sus componentes no se distinguen.

Las mezclas pueden separarse en el laboratorio mediante diversos métodos según las características de la mezcla que se quiera separar. Para las mezclas heterogéneas se utiliza centrifugación, sublimación, tamización, filtración, decantación e imantación, principalmente. Para las homogéneas, se emplea generalmente la cromatografía, evaporación, extracción o cristalización y destilación.

OBJETIVOS

1. Conocer los diferentes métodos de separación útiles para mezclas homogéneas y heterogéneas.
2. Separar mezclas por métodos físicos.
3. Diferenciar las mezclas homogéneas de las mezclas heterogéneas.

MATERIAL Y EQUIPO

- 100 mL de acetona
- 200 mL Agua destilada
- 50 g Sal de mesa
- 1 imán
- 1 embudo
- 5 g clavos pequeños o limadura de hierro
- 100 g de arena

- 30 mL de aceite para cocinar
- 3 vasos de precipitado 250 mL
- 3 varillas de vidrio
- 1 Probeta 100 mL
- 1 matraz de aforación 50 mL
- 2 filtros de cafetera
- 2 tubos de ensaye con tapa rosca

METODOLOGÍA

Preparar 30 mL (o 30 g) de las siguientes mezclas:

- 1) Acetona: Agua 1:1
- 2) Una solución de NaCl 5 %
- 3) Limadura de hierro o clavos pequeños:arena
- 4) NaCl:arena
- 5) Arena:agua 1:2
- 6) Agua:Aceite 1:1

A) Centrifugación

1. Colocar 5 mL de las mezclas líquidas en tubos de ensaye y centrifugar por 5 min a máx velocidad.
2. Observar si hubo o no separación de fases y anotar cuáles fases.

Mezcla	Se separó en fases	Cuántas fases
2		
2		
3		
4		
5		
6		

B) Filtración.

1. Colocar el papel filtro o de cafetera en el embudo.

2. Colocar el embudo ya con el papel, sobre un vaso de precipitado de 250 mL
3. Filtrar 5-10 mL de cada muestra.
4. Observar si hubo separación de las fases y anotar cuales o cuántas fases.

Mezcla	Se separó en fases	Cuántas fases
2		
2		
3		
4		
5		
6		

C) Elección del método de separación adecuado para una mezcla.

1. Utilizar los métodos de decantación e imantación, para separar 2 muestras del listado anterior.
2. Anotar sus observaciones.

OBSERVACIONES

RESULTADOS

- A) Utilizar la tabla mencionada para anotar si hubo o no separación para todas las mezclas.
- B) Utilizar la tabla mencionada para anotar si hubo o no separación para todas las mezclas.
- C) Utilizar una tabla para indicar qué mezcla fue separada por cada método y si se logró separar en cuántas fases.

Mezcla seleccionada	Método de separación elegido	Cuántas fases se obtuvieron en la separación

DISCUSIÓN

CONCLUSIONES

CUESTIONARIO

1. Elaborar un diagrama de flujo para cada una de las 3 metodologías.
2. Elaborar un cuadro sinóptico de cuáles métodos físicos son para separar mezclas heterogéneas y cuáles para homogéneas.
3. Definir los siguientes métodos de separación físicos: Tamización, cromatografía, evaporación, extracción, cristalización y destilación.
4. Sugerir para 2 de las mezclas utilizadas qué método de la pregunta 3, podría usarse para separarlas y explicar por qué.
5. Definir los métodos de separación químicos y sus usos.
6. Dar dos argumentos que expliquen por qué los métodos químicos no se utilizan para separar mezclas.

REFERENCIAS

- Brown, T. L., Lemay, H. E., Bursten, B. E., Burdge, J. R. (2003). Química: la ciencia central. Novena edición. Pearson Educación: México.
- <http://www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=15069>. Agosto, 2015.
- Chang, R. (2010). Química. Décima edición. McGraw-Hill/Interamericana: México.

PRÁCTICA 4

“Principales propiedades de los elementos químicos I”

Duración 1.30 h

INTROUCCIÓN

Los elementos químicos se distribuyen dentro de la tabla periódica en base a sus diversas propiedades en diferentes grupos. Dentro de los principales grupos se encuentran los Metales y no metales. Los metales son sólidos con altos puntos de fusión, poseen brillo, ductibilidad y maleabilidad, así como la capacidad de conducir la corriente eléctrica y combinarse con los no metales y formar iones positivos (cationes). Los elementos no metálicos, son líquidos o gases y de modo contrario, sus puntos de fusión son bajos, no conducen la electricidad y al combinarse con los metales forman aniones (iones negativos).

OBJETIVOS

1. Distinguir las principales propiedades de los elementos químicos.
2. Catalogar los elementos en metales y no metales en base a sus características.

MATERIAL Y EQUIPO

- 1 Martillo
- 1 Balanza analítica digital
- 15 Tubos de ensaye
- 1 pinzas de electricista
- 1 Espátula
- 5 Charolas de plástico
- 1 pipeta 5 mL
- Yodo
- 1 lámina de Aluminio pequeña y delgada
- 1 Mechero
- Azufre
- Zinc (limadura de)
- Magnesio
- 10 mL HCl, 0.5 M

A) *Reactividad de los elementos químicos*

1. Colocar aproximadamente 1 g de cada elemento químico en 1 tubo de ensaye (un elemento por tubo) y rotular.

2. Añadir cuidadosamente (poco a poco y por las paredes del tubo) 5 mL de HCl (0.5 M) en cada tubo.
3. Considerar positivo para la reacción si se presenta la formación de gas.

B) Propiedades físicas de los elementos de la tabla periódica

1. Colocar 2 g de cada elemento químico en un tubo de ensaye y rotular.
2. Observar para cada elemento si presenta brillo, olor y color.

OBSERVACIONES

A) Reactividad de los elementos químicos

Anotar si se observó desprendimiento de energía en forma de calor y/o algún cambio de color o presencia de burbujas (gas) para cada tubo al agregar el HCl.

Elemento	Observaciones

RESULTADOS

A) Reactividad de los elementos químicos.

Anotar (+) positivo si se formó gas (desprendimiento de burbujas) y Negativo si lo se presentó, para cada elemento.

Elemento	Reacción con HCl

B) Propiedades físicas de los elementos de la tabla periódica

Anotar las características indicadas para cada elemento.

Elemento	Color	Olor	Brillo

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

CUESTIONARIO

1. ¿Cuáles son las demás propiedades de los elementos químicos? Definir.
2. Mencionar como se distribuyen las propiedades de los elementos químicos en la tabla periódica.
3. Mencionar los principales grupos de elementos químicos y dar 2 ejemplos para cada uno.
4. Mencionar por qué se le llama así, al grupo de los “Gases nobles”.

REFERENCIAS

- http://cdigital.dgb.uanl.mx/la/1020124110/1020124110_007.pdf. Agosto, 2015.
- Chang, R. (2010). Química. Décima edición. McGraw-Hill/Interamericana: México.



PRÁCTICA 5

“Principales propiedades de los elementos químicos II”

Duración 1.45 h.

INTRODUCCIÓN.

Los elementos químicos se encuentran organizados en la muy conocida Tabla Periódica de los Elementos Químicos, de acuerdo a ciertas propiedades que ellos presentan. Tales propiedades, se conocen como las “Propiedades periódicas de los elementos químicos” y clasifican a los elementos en metales y no metales, principalmente. Los elementos metálicos, son sólidos, tienen altos puntos de fusión, poseen un brillo metálico, presentan maleabilidad y ductibilidad, al combinarse con los no metales forman cationes y transmiten la electricidad. Por lo contrario, los elementos no metálicos, son líquidos o gases, no transmiten la electricidad, si son sólidos tienen bajos puntos de fusión y cuando se combinan con los metales, tienden a formar aniones.

OBJETIVOS.

Identificar las propiedades de los elementos químicos.

Clasificar los elementos químicos en metales o no metales.

MATERIAL Y EQUIPO.

- 50 mL Cloruro de Cu (II) dihidratado, 1 M.
- Aluminio
- Papel Aluminio
- 1 Gradilla
- 1 Pinza para tubos de ensaye
- Fierro
- Yodo
- Zinc
- Mechero
- Probador de conducción eléctrica
- 12 Tubos de ensaye 12 X 150 (grandes)
- 6 Cajas Petri
- 1 tabla periódica
- 1 Cronómetro
- 1 Martillo
- Balanza Analítica

Antes de iniciar:

1. Clasifica los elementos enlistados en base a:

Metales	No Metales

A) CONDUCCIÓN ELÉCTRICA

1. Si se cuenta con un equipo Probador de Conducción, pesar 0.1 g de 2 elementos metálicos y 2 no metálicos y verificar si conducen la electricidad.
2. Anotar los resultados, como “Sí” para cuando se presentó conducción de la electricidad y “NO” para el caso contrario.

B) ESTIMACIÓN DEL PUNTO DE FUSIÓN.

1. Pesar aproximadamente 100 mg de 2 elementos metálicos y 2 no metálicos y coloca por separado cada uno en 1 tubo de ensaye.
2. Rotular los tubos de ensaye y colocar en la gradilla.
3. Tomar con la pinza para tubo de ensaye cada uno de los tubos y calentar al mechero (cuidadosamente).
4. Iniciar el cronómetro cuando el tubo se encuentre en la llama del mechero y observar hasta que tiempo se funden los elementos utilizados.
5. Clasificar como metálicos aquellos que sus tiempos fueron más prolongados hasta presentar el cambio de sólido a líquido (punto de fusión), y como no metales a los que presentaron tiempos más cortos.
6. Verificar los resultados con la teoría (Parte 1).

C) REACTIVIDAD CON EL CLORURO DE COBRE (II).

Algunos metales reaccionan con soluciones de este compuesto.

1. Colocar 0.1 g de cada elemento propuesto y colocar en un tubo de ensaye.

2. Rotular el tubo.
3. Agregar 1 mL de Cloruro de Cu (II), 1M a cada tubo y observar (observar nuevamente después de un tiempo).
4. Se considerará como (+) la reacción al Cloruro de Cu (II) si se presenta un cambio notorio en el elemento, y (-) como negativo, al caso contrario.
5. Anotar los resultados.

D) ESTIMACIÓN DE LA MALEABILIDAD.

1. Seleccionar 2 elementos metálicos y 2 no metálicos.
2. Pesar de cada elemento 0.1 g y colocar sobre un papel Aluminio.
3. Con ayuda del martillo dar ligeros golpes a la muestra y observar si forma láminas.
4. Anotar los resultados.

RESULTADOS

A) Conducción de la electricidad.

Elemento	Presentó conducción de la electricidad

B) Estimación del Punto de fusión.

Elemento	Tiempo para el punto de fusión	Metal/No Metálico

C) Reactividad al Cloruro de Cu (II).

Elemento	Reactividad al Cloruro de Cu (II)

D) Estimación de la Maleabilidad.

Elemento	Presentó Maleabilidad (Si/No)

OBSERVACIONES

DISCUSIÓN

CONCLUSIONES

CUESTIONARIO

1. ¿Por qué los metales reaccionaron con el Cloruro de Cobre (II)?
2. Explica brevemente por qué los metales presentan puntos de fusión más elevados.
3. Describe por qué metales y no metales, tienden a formar cationes y aniones, respectivamente.

REFERENCIAS

Timberlake, K. C. (2011). Química general, orgánica y biológica. Décima Edición. Editorial Pearson: España.

Rosenberg, J. L., Epstein, L. M., y Krieger, P. J. (2007). Química. Novena Edición. Serie Schaum. Editorial McGraw Hill: México.

PRÁCTICA 6

“Óxidos”

INTRODUCCIÓN

Los óxidos son un grupo de compuestos binarios (2 elementos químicos) que se originan con la unión de un metal con un no metal, principalmente el oxígeno, de ahí su nombre. Existen óxidos básicos, llamados también óxidos metálicos y los óxidos no metálicos u óxidos ácidos. Los óxidos metálicos muestran características peculiares, tienen un punto de fusión alto y se forman cuando un metal se expone al oxígeno del aire, en el fenómeno de la corrosión. Estos óxidos, tienen la propiedad de reaccionar con el agua para formar hidróxidos o las llamadas bases. A diferencia de los anteriores, los óxidos ácidos o no metálicos, tienen bajos puntos de fusión y se forman cuando los no metales reaccionan con el oxígeno. También se les llama anhídridos. Cuando éstos se combinan con el agua forman óxidos ácidos y se les reconoce fácilmente por el cambio de color que pueden ocasionar en indicadores ácidos-base, ya que viran el color de dichos indicadores de azul a rosado.

OBJETIVO

Identificar los óxidos básicos de los ácidos en base a sus propiedades.

MATERIAL Y EQUIPO

- Agua destilada
- 100 mL NaOH 6M
- Indicador universal (papel tornasol)
- 4 pipetas 5 mL
- 50 mL HCl 1N
- 1 Pinzas para tubo de ensaye
- 4 tubos de ensaye
- 1 gradilla
- Óxido de Cr (III)
- Óxido de Zn
- 1 perilla
- 1 mechero
- Óxido de Cu (II)
- Ni
- Al_2O_3

METODOLOGÍA

1. Colocar una pequeña cantidad (300 mg) de cada óxido en un tubo de ensaye y rotular.
2. Adicionar 1 mL de agua.
3. Observar si presentó algún tipo de reacción.
4. Si presentó reacción, colocar el papel tornasol y observar si éste cambia de color.
5. Agregar 3 mL HCl 1N a cada tubo (cuidadosamente).
6. Calentar hasta ebullición (con cuidado) el tubo de ensaye con ayuda de las pinzas para tubo con el mechero.
7. Observar si cambió de color.

A los óxidos que no presenten reacción con el agua:

- 1) Colocar una pequeña cantidad (300 mg) de dichos óxidos.
- 2) Agregar 3mL NaOH 6M.
- 3) Calentar el tubo al mechero hasta ebullición.
- 4) Registrar los cambios ocurridos.

RESULTADOS

Óxido	Reacción (+) = si hubo reacción con el HCl	Reacción (+) = si hubo reacción con el Agua	Cambio en el papel indicador a:

OBSERVACIONES

DISCUSIÓN

CONCLUSIÓN

CUESTIONARIO

1. Describa la diferencia entre óxidos metálicos y el agua.
2. Escriba la valencia del oxígeno y su valor de electronegatividad en la escala de Pauling.
3. ¿Qué tipo de enlaces se encuentran uniendo los átomos en los óxidos?

REFERENCIAS

Brown, T. L., Lemay, H. E., Bursten, B. E., Burdge, J. R. (2003). Química: la ciencia central. Novena edición. Pearson Educación: México.

Chang, R. (2010). Química. Décima edición. McGraw-Hill / Interamericana: México.

Rosenberg, J. L., Epstein, L. M., y Krieger, P. J. (2007). Química. Novena Edición. Serie Schaum. Editorial McGraw Hill: México.

PRÁCTICA 7

“Determinación de pH en diferentes muestras”

INTRODUCCIÓN

El pH es una medición que se relaciona con la presencia o ausencia de diferentes tipos de ácidos orgánicos, mismos que impactan sobre el sabor y calidad, en el caso de los alimentos, o que tan abrasivo o ácido es una determinada sustancia, como pueden ser los suelos en la agronomía. Para lo cual, el pH se puede describir como el $-\text{Log}$ de la concentración de iones H. Cuando una solución tiene un pH menor que 7, se dice que es ácido, si es superior de 7, será alcalino y para 7, corresponderá a la neutralidad. La medición del pH de una muestra es una determinación relevante tanto para los alimentos como para otras áreas biológicas o de la química aplicada. Para el Agrónomo, la medición del pH en suelos, se realiza generalmente en el sobrenadante del mismo en equilibrio con la suspensión del mismo. Así, la concentración de CO₂, contenido de humedad influyen directamente esta estimación, tanto como la concentración y composición de cationes, naturaleza de las sales solubles, ausencia de yeso o carbonatos y metales alcalinotérreos.

OBJETIVOS

1. Determinar el pH en los siguientes tipos de suelo mediante el uso del potenciómetro.
2. Determinar el pH en los siguientes tipos de suelo mediante el uso de tiras reactivas.

MATERIAL Y EQUIPO

- Solución reguladora pH 4
- Solución reguladora pH 7
- Solución reguladora pH 10
- 4 Agitadores de vidrio
- 1 Termómetro
- 5 Vasos de precipitado
- Balanza analítica
- 4 Embudos de separación
- Potenciómetro con electrodo
- 2 tipos de diferentes suelos.

- 100 mL de Agua destilada hervida (antes de procesar las muestras)
- 1 yogurth
- 4 varillas
- 1 Piceta 100 mL agua destilada
- 100 mL leche sin saborizantes
- Tiras reactivas para la determinación de pH escala 0 - 14.
- 10 servilletas por equipo
- 100 mL Coca Cola

METODOLOGÍA

A) CALIBRAR EL POTENCIÓMETRO

1. De acuerdo a las especificaciones del equipo, calibrar utilizando las 3 soluciones de pH conocido.

B) MEDICIÓN DE pH CON EL POTENCIÓMETRO.

1. Colocar en un vaso de precipitado 100 mL de cada una de las muestras de los alimentos (yogurth, Coca-cola y leche) y rotular, respectivamente.
2. Diluir 1:5, suelo:agua (destilada) cada uno de los dos diferentes tipos de suelos en vasos de precipitado y rotular.
3. Los vasos de precipitados que contienen las soluciones de suelos, agitar por 10 min, con ayuda de una varilla de vidrio o un agitador magnético (si es posible).
4. Con el potenciómetro calibrado, medir cada una de las muestras del siguiente modo.
 - a) Sacar el electrodo del equipo y enjuagar con ayuda de la piceta con agua destilada, cuidar que el agua que “escurre” del electrodo caiga en un vaso de precipitado para evitar derrames.
 - b) Secar el electrodo con una servilleta o papel suave.
 - c) Colocar el electrodo cuidadosamente en la muestra. Revisar que el electrodo quede sumergido en la misma.
 - d) Anotar la medida registrada del pH.
 - e) Enjuagar nuevamente el electrodo, como en el paso a).
 - f) Proceder igual para cada una de las muestras (suelos y alimentos).

C) DETERMINACIÓN DEL pH CON TIRAS REACTIVAS.

Utilizar los mismos vasos de precipitado que la parte B).

1. Sacar cuidadosamente la tira reactiva de su caja, SIN TOCAR las almohadillas.
2. Colocar la tira en la muestra, de modo que todas las almohadillas estén en contacto con la muestra por 5 seg.
3. Retirar la tira reactiva y sin que toque nada (las almohadillas) retirar con ayuda de una servilleta el exceso de muestra.
4. Registrar el cambio de las almohadillas con la escala de pH de las tiras reactivas.
5. Anotar el valor de pH registrado para cada muestra.

RESULTADOS

Muestra	Medición de pH (Potenciómetro)	Medición de pH (Tiras reactivas)

OBSERVACIONES

DISCUSIÓN

Nota: Comparar si los valores estimados (con potenciómetro y tiras reactivas) corresponden a los reportados en la literatura para cada muestra.

CONCLUSIONES

CUESTIONARIO

1. Defina que es pH.
2. ¿Cómo se mide el pH en los alimentos sólidos?
3. ¿Cuál es la relación entre pH y temperatura?
4. Para el cultivo de cereales y hortalizas, ¿qué pH debe tener el suelo?
5. Realiza una tabla para resumir cuáles son las sustancias que se encuentran en los papeles indicadores de pH y los rangos de pH estimables.
6. Menciona 2 ventajas y 2 desventajas del uso de potenciómetro contra el uso de tiras reactivas o papeles indicadores de pH.
7. Menciona por qué es importante calibrar el potenciómetro.
8. ¿Cuál es el compuesto presente dentro de los electrodos de la mayoría de los potenciómetros utilizados en los laboratorios de edafología?

REFERENCIAS

<http://www.utselva.edu.mx/pai/8/7/25.1.pdf>. Consultado 7 septiembre 2015.

Timberlake, K. C. (2011). Química general, orgánica y biológica. Décima Edición. Editorial Pearson: España.

PRÁCTICA 8

“Reacción de Neutralización”

INTRODUCCIÓN.

La acidez y basicidad, se encuentran en las diferentes muestras biológicas. Arrhenius, propuso la definición de ácido, como toda sustancia capaz de ceder protones (H^+) y una base, como aquella capaz de ceder iones oxidrilos (OH^-). Otros autores, definieron a los ácidos y bases, como las capaces de recibir o aceptar (H^+). El caso particular del solvente universal, el agua, ésta puede disociarse o separarse actuando como aceptor o donador de H^+ , $H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$. Por lo que la acidez de una muestra, puede evaluarse, por el conocimiento de la concentraciones de protones $[H^+]$. Así, en algunos ámbitos de la ingeniería o de otras ciencias, el $pH = -\log H^+$, con la escala del 0-14. Los indicadores pueden ser ácidos o básicos, usadas en un valor particular de pH, mismos que se utilizan en las reacciones de neutralización. Éstas reacciones son en las que una base neutraliza a un ácido, se neutralizan las propiedades características del ácido o en su caso, de una base. Así el NaOH, se utiliza como reactivo y para valorar su concentración se puede estimar los moles de soluto en un volumen conocido, su molaridad y es conocida como un analito. Si ésta, se requiere determinar se agrega una solución de concentración conocida o titulante o valorante, mediante un pipeta, para conocer el volumen de ácido conocido y gastado para neutralizar la base, y conocer así la concentración de la solución básica. Este principio puede utilizarse, una reacción de neutralización, para conocer la acidez o basicidad de determinadas muestras en un laboratorio de química.

OBJETIVOS

1. Analizar una reacción de neutralización para diferentes muestras.
2. Valorar el contenido de Vinagre en una muestra determinada.

MATERIAL Y EQUIPO

- Tubos de ensaye
- Pipetas volumétricas 2, 5 y 10 mL
- Gradilla
- Indicador universal
- 1 probeta 50 mL
- 1 bureta 25 mL
- 2 matraces Erlenmeyer 250 mL
- 1 Soporte Universar
- 1 Embudo
- 2 Vasos de precipitado 100 mL
- 100 mL NaOH 0.1 N
- 1 Solución de Vinagre 1:1
- 1 Solución de Vinagre 1:10

METODOLOGÍA

1. Comenzar con la solución de vinagre más concentrada.
2. Antes de empezar, enjuagar con agua destilada la bureta y el resto de material de vidrio a utilizar.
3. Enjuagar la bureta con 2 mL de la solución titulante de NaOH.
4. Llenar la bureta con el resto del volumen 98 mL del NaOH.
5. Completar con solución titulante por encima de cero.
6. Colocar en un pie universal el doble soporte Fisher y fijar la bureta a él.
7. Agregar 2 mL de vinagre en un Erlenmeyer de 250 mL.
8. Agregar 50 mL de agua destilada.
9. Agregar 2 ó 3 gotas de fenolftaleína.
10. Colocar un papel blanco debajo del Erlenmeyer para poder observar el cambio de color del indicador con más nitidez.
11. Comenzar a agregar cuidadosamente gota a gota la solución de NaOH, manipulando con la mano izquierda el robinete o llave de la bureta, y con la mano derecha sostener el cuello del matraz.
12. Al observar, un cambio a color rosado por más de 20 segundos detener el goteo y cerrar la llave de la bureta.
13. Anotar el volumen de la solución titulante gastados en ese punto en la bureta.
14. Titular igualmente la otra solución de vinagre más diluida.
15. Realizar los cálculos mediante el Anexo I para la titulación de la solución ácida.

RESULTADOS.

Muestra	mL NaOH gastados	Concentración de la solución

OBSERVACIONES

DISCUSIÓN

CONCLUSIONES

CUESTIONARIOS

1. Definir una solución titulante.
2. Definir una reacción de neutralización.
3. Elaborar un diagrama de flujo para la metodología utilizada.
4. Describir la valoración para una solución básica.

REFERENCIAS

http://www.ing.unp.edu.ar/asignaturas/quimica/practicos_de_laboratorio_pdf/lab6.pdf.
Consultado 12 septiembre 2015.

http://www.ing.unp.edu.ar/asignaturas/quimica/practicos_de_laboratorio_pdf/lab6.pdf.
Consultado 12 septiembre 2015.

Murray, R. K., Granner, D. K. and Rodwell, V. W. 2007. Bioquímica ilustrada. 17ª Edición. Manual Moderno.

PRÁCTICA No. 9

BUFFER Y pH

INTRODUCCIÓN

Las soluciones amortiguadoras, también conocidas como disoluciones buffer o tampón, son soluciones que están compuestas del ión común de ácido débil o una base débil. El mismo ión común en una sal conjugada, debe estar presente junto con el ión común del ácido o base débil. También se dice que una solución es amortiguadora, reguladora o tampón si la concentración de H^+ , es decir el pH de una solución no se ve afectada significativamente por la adición de pequeñas cantidades o volúmenes de ácidos y bases. Siendo que pH no significa otra cosa que el potencial de hidrogeniones, un buffer (o amortiguador) lo que hace es regular el pH. Cuando un buffer es añadido al agua, el primer cambio que se produce es que el pH de agua se vuelve constante. De esta manera, ácidos o bases (álcalis = bases) adicionales no podrán tener efecto alguno sobre el agua, ya que ésta siempre se estabilizará de inmediato.

OBJETIVOS

1. Comprobar la presencia de sistemas amortiguadores en líquidos biológicos.
2. Aprender a preparar soluciones amortiguadoras útiles en la biología y bioquímica. Calcular el pH y conocer los factores que influyen en él.

MATERIALES

- 100 ml Leche de vaca (lo trae el alumno)
- 100 ml Jugos diferentes (lo trae el alumno)
- 100 ml refresco diferentes (lo trae el alumno)
- 2 Perilla
- 5 Vasos de precipitado de 50 ml

REACTIVOS

- 8 ml 0.1 N Ácido clorhídrico
- 8 ml 0.1 N NaOH
- 80 ml agua destilada
- 1 Potenciómetro

METODOLOGÍA

Uso del potenciómetro

1. Para el uso del potenciómetro primero debe calibrarse con soluciones buffer de pH 4, 7 y 10.
2. Antes de realizar la primera calibración retirar el electrodo de su contenedor, enjuagar el electrodo con abundante agua destilada y secarlo con papel higiénico con pequeños golpecitos sin maltratar o golpear el electrodo porque puede romperse o descalibrarse.
3. Después de cada lectura o muestra el electrodo debe enjuagarse y ser secado.
4. Al finalizar las lecturas el electrodo limpio y seco debe introducirse de nuevo al recipiente inicial.
5. El agua de enjuague debe ser recolectada en un vaso de precipitado.

Jugo

1. Determinar el pH de varias muestra de jugo con el potenciómetro-
2. Anotar en el cuadro el valor obtenido

Leche de vaca

1. Determinar el pH de una muestra de leche de vaca
2. Colocar en un vaso de precipitados 2 ml de leche y adicionar 30 ml de agua destilada
3. Determinar el pH de esta dilución
4. Anotar en el cuadro el valor obtenido

Refresco

1. Determinar el pH de diferentes refrescos con el potenciómetro
2. Anotar en el cuadro el valor obtenido

HCl

1. Determinar el pH de una solución de 0.1N HCl.
2. Colocar en un vaso de precipitados 2 ml 0.1N HCl y adicionar 38 ml de agua destilada.
3. Determinar el pH de esta dilución.
4. Anotar en el cuadro el valor obtenido

NaOH

1. Determinar el pH de una solución de 0.1N HCl
2. Colocar en un vaso de precipitados 2 ml 0.1 N NaOH y adicionar 38 ml de agua destilada
3. Determinar el pH de esta dilución
4. Anotar en el cuadro el valor obtenido

RESULTADOS

Registro de los resultados obtenidos

Muestra	pH determinado

OBSERVACIONES

DISCUSIÓN

CONCLUSIONES

BIBLIOGRAFÍA

- Conn, E. E., Stumpf, P. K., George, B. and Doi, R. H. 2002. Bioquímica Fundamental, 4ª Edición. Wiley.
- Murray, R. K., Granner, D. K. and Rodwell, V. W. 2007. Bioquímica ilustrada. 17ª Edición. Manual Moderno.
- Voet, D. and Voet, J. G. 2004. Biochemistry. 3ª Edición. Wiley.

ORIENTACIÓN PARA EL ANÁLISIS DE RESULTADOS

1. Elaborar un diagrama de flujo en el que describa el o los procedimientos utilizados en esta práctica.
2. Indicar los cálculos necesarios para la elaboración de las soluciones utilizadas y especifique el peso molecular, temperatura de ebullición, temperatura de fusión, solubilidad de los reactivos utilizados y precauciones en el manejo.
3. Indicar las propiedades fisicoquímicas del agua.
4. ¿Qué es un ácido-base?
5. ¿Qué es una solución buffer o amortiguadora?
6. ¿Cuál es la diferencia entre mol, molar, molal, normalidad, densidad y porcentaje en términos químicos?

ANEXO I

Titulación del lado ácido. Construcción de la gráfica

El siguiente ejemplo con el lado ácido de la titulación de un aminoácido ilustra uno de varios de los métodos disponibles para corregir por dilución. Para la muestra y el blanco de agua, graficar el volumen del ácido adicionado contra el pH alcanzado (Fig. 1). De la gráfica o de los datos originales, preparar una tabla como la Tabla 1. Restar el volumen del ácido requerido para llevar el blanco de agua a cualquier pH del volumen del ácido requerido para llevar la muestra al mismo pH. La diferencia representa la cantidad de ácido consumida en la titulación de la muestra solamente. Usando los datos de su tabla, graficar el pH contra el número de equivalentes de ácido necesario para titular la muestra del aminoácido a cualquier pH (ver Fig. 6).

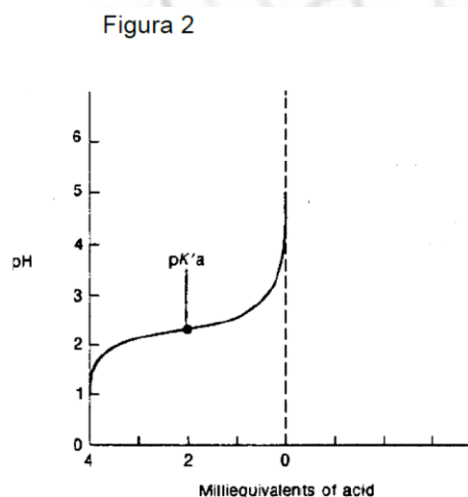
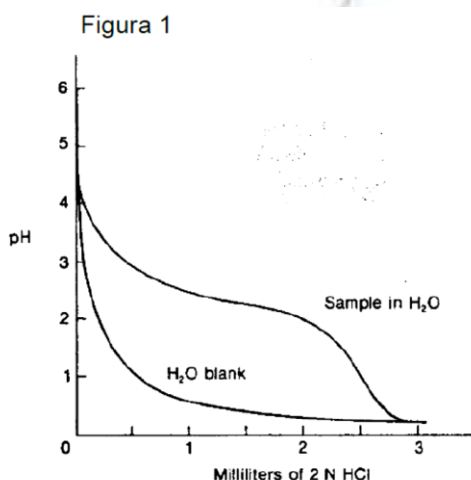


Tabla 1. Ácido requerido para titular la muestra y el blanco*

pH	Volumen (ml) de ácido (2 N HCl)		
	Muestra + agua	agua	Diferencia
3.5	0.103	0.003	0.100
3.0	0.335	0.020	0.315
2.5	0.667	0.032	0.635
2.2	1.063	0.063	1.000
2.0	1.425	0.200	1.225

*Clarck, J.M. Jr. y Switzer R. L. Experimental Biochemistry. WH: Freeman and Company N.Y. 1977.

Figura 6. Gráfica del pH contra el número de equivalentes del ácido.

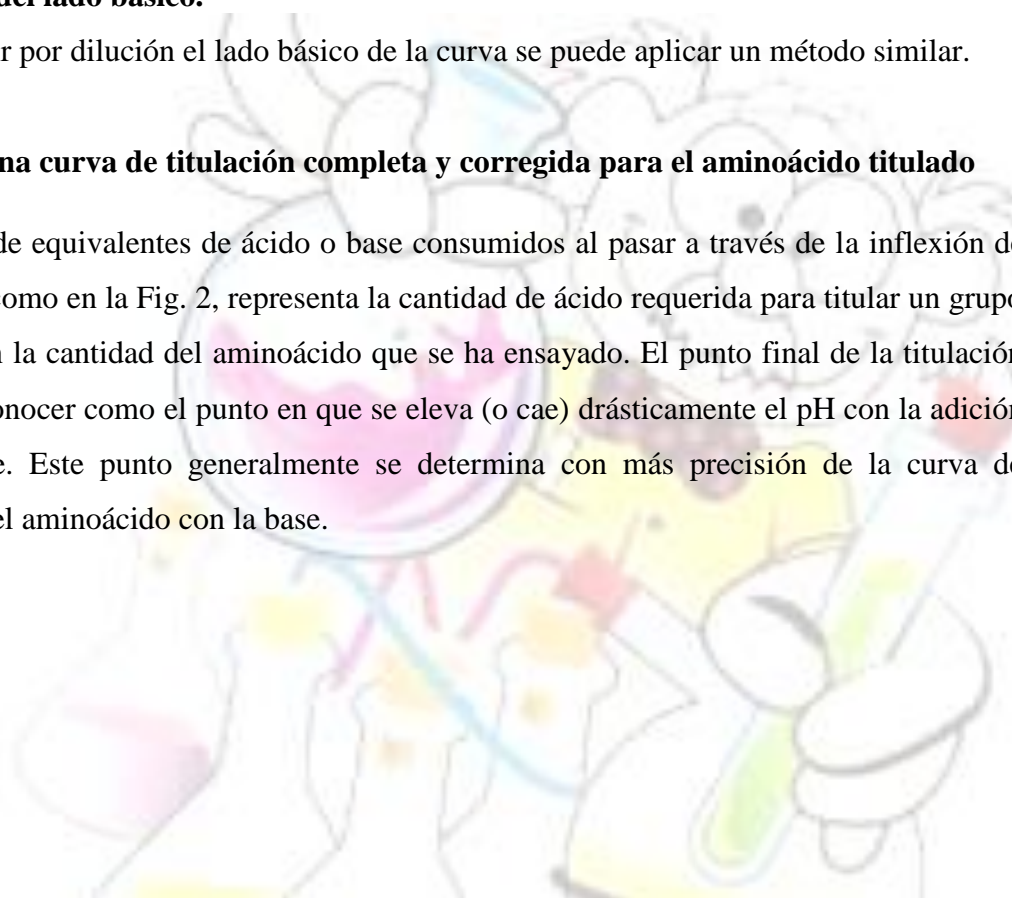
El número de equivalentes de ácido o base consumidos al pasar a través de la inflexión de una curva, como en la Fig. 2, representa la cantidad de ácido requerida para titular un grupo ionizable en la cantidad del aminoácido que se ha ensayado. El punto final de la titulación se debe reconocer como el punto en que se eleva (o cae) drásticamente el pH con la adición del titulante. Este punto generalmente se determina con más precisión de la curva de titulación del aminoácido con la base.

Titulación del lado básico.

Para corregir por dilución el lado básico de la curva se puede aplicar un método similar.

Preparar una curva de titulación completa y corregida para el aminoácido titulado

El número de equivalentes de ácido o base consumidos al pasar a través de la inflexión de una curva, como en la Fig. 2, representa la cantidad de ácido requerida para titular un grupo ionizable en la cantidad del aminoácido que se ha ensayado. El punto final de la titulación se debe reconocer como el punto en que se eleva (o cae) drásticamente el pH con la adición del titulante. Este punto generalmente se determina con más precisión de la curva de titulación del aminoácido con la base.



REFERENCIAS

Básico:

- Brown, T. L., Lemay, H. E., Bursten, B. E., Burdge, J. R. (2003). Química: la ciencia central. Novena edición. Pearson Educación: México.
- Chang, R. (2010). Química. Décima edición. McGraw-Hill / Interamericana: México.
- Timberlake, K. C. (2011). Química general, orgánica y biológica. Décima Edición. Editorial Pearson: España.
- Rosenberg, J. L., Epstein, L. M., y Krieger, P. J. (2007). Química. Novena Edición. Serie Schaum. Editorial McGraw Hill: México.

Complementario:

- Navarro-Blaya, S. y Navarro-García, G. (2003). Química agrícola. Segunda edición. Ediciones Mundi-Prensa: España.

